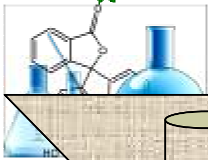


الباب الثالث
الاتحاد الكيميائي

اهداف دراسة باب الاتحاد الكيميائى :-

في نهاية دراسة الطالب لباب الاتحاد الكيميائي يجب ان يكون قادرا علي ان :-

1- يشرح سبب تكوين معظم الذرات لروابط كيميائية .
2- يصف كل من الروابط الايونية والروابط التساهمية .
3- يحدد نوع الرابطة بناء علي الفارق في السالبية الكهربية .
4- يشرح النظرية الالكترونية للتكافؤ (نظرية الثمانيات) .
5- يحدد عيوب نظرية الثمانيات .
6- يفسر سبب تكوين الرابطة التساهمية في كل من جزئ الهيدروجين وجزي فلوريد الهيدروجين علي اساس نظرية رابطة التكافؤ .
7- يعرف مفهوم التهجين وكيفية حدوثة وشروطه .
8- يشرح عملية ارتباط الهيدروجين بذرة الكربون لتكوين جزئ الميثان CH_4 .
9- يفسر نظرية الاوربتالات الجزئية .
10- يقارن بين الرابطة سيجما والرابطة باي .
11- يحدد نوع التهجين في كل من الميثان والايشلين والاستيلين .
12- يحدد نوع الذرة المانحة والذرة المستقبلة عند تكوين الرابطة التناسقية .
13- يعرف الرابطة الهيدروجينية .
14- يفسر سبب ارتفاع درجة غليان الماء .
15- يوضح بالرسم التخطيطي الرابطة الهيدروجينية في جزئ الماء وجزئ فلوريد الهيدروجين .
16- يستنتج خواص الفلز من حيث الصلابة ودرجة الانصهار اعتمادا علي عدد الكترونات التكافؤ الحرة في ذرة الفلز .



الباب الثالث   الاتحاد الكيميائي

"دراسة انواع الروابط الكيميائية"

التفاعل الكيميائي:-

هو كسر في روابط جزيئات المواد المتفاعلة وتكوين روابط جديدة في جزيئات المواد الناتجة من التفاعل .

معني ذلك انه اذا لم تنكسر روابط بين الذرات ولم تتكون روابط بين الذرات لا يكون هناك تفاعل كيميائي .

مثال :-

عند خلط برادة الحديد مع مسوق الكبريت لا يحدث شئ لانه لم تنكسر او تتكون روابط اما اذا سخنا هذا الخليط فيحدث تفاعل ويتكون مركب وهو Fes (كبريتيد الحديد) .

لانه حدث تفاعل وتكونت رابطة كيميائية بين الحديد والكبريت وتنتج عنها مركب كبريتيد الحديد .

الغازات الخاملة :-

لاتدخل في اي تفاعل كيميائي ،لان مستوي الطاقة الاخير فيها مكتمل بالالكترونات لذا فهي عناصر مستقرة .(لذلك نجد ان جزيئاتها احادية الذرة لانها خاملة)

باقية العناصر نشطة كيميائياً فهي تدخل في التفاعلات الكيميائية من خلال فقد او اكتساب الكترونات التكافو الحرةاو تشارك بها فى التفاعلات لكى تستقر ويصبح تركيبها الالكترونى مشابه لاقرب غاز خامل .

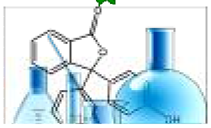
س1 علل :-

يتشابه التركيب الالكتروني لكل من ايون الفلوريد السالب وايون الصوديوم الموجب (Na , F_9) .

ج1 : لان الصوديوم عنصر فلزي وتركيبه الالكتروني 1-8-2 فيفقد الكترون التكافؤ ويتحول الي ايون موجب $(Na+)$ ويشبه عنصر النيون الخامل وتوزيعه (8-2)

اماالفلور فهو عنصر لافلزي تركيبه الالكتروني 7-2 فيكتسب الكترون ويصبح ايون سالب(-F ويشبه النيون الخامل .

$$\underset{2\text{-}8\text{-}1}{Na} \xrightarrow{-e} \underset{2\text{-}8}{Na^{+}} \qquad\qquad \underset{2\text{-}7}{F} \xrightarrow{-e} \underset{2\text{-}8}{F^{-}}$$



انواع الروابط الكيميائية :-

1- الرابطة الايونية .
2- الرابطة التساهمية (النقية - القطبية) .
3- الرابطة التناسقية .
4- الرابطة الهيدروجينية .
5- الرابطة الفلزية .

اولا الرابطة الايونية :-

1- تحدث الرابطة الايونية بين ذرة فلز عالي الكهرو ايجابية وذرة لافلز عالي الكهروسالبية (اي بين فلزات المجموعة الاولي A ولافلزات المجموعة السابعة A) .
2- ذرة الفلز تتميز بكبر نق وصغر جهد تاينها فتفقد الكترون او اكثر وتتحول الي ايون + .
3- ذرة اللافلز تتميز بصغر نق وكبر جهد التاين والسالبية فتكتسب الكترون او اكثر وتتحول الي ايون سالب
4- تتكون الرابطة الايونية بحدوث تجاذب كهربي بين الايونات الموجبه والسالبة ويتكون جزئ متعادل مثال Na^+Cl^- كلوريد الصوديوم .
5- شرط تكون <u>الرابطة الايونية</u> ان يكون الفارق في السالبية بين العنصرين <u>اكبر من 1.7 .</u>

مثال :-

السالبية الكهربية للكلور=3 الالمونيوم = 1.5 الماغنسيوم =1.2 الصوديوم = 0و9

ونجد ان :-

1- مركب كلوريد الصوديوم (NaCl) مركب ايوني قوي لان فارق السالبية (3-0.9) =2و1.
2- مركب كلوريد الماغنسيوم ($MgCl_2$) مركب ايوني ضعيف لان فارق السالبية (3-1و2)=1و8 .
3- مركب كلوريد الالمونيوم ($AlCl_3$) مركب تساهمي لان فارق السالبية (3-1.5)=1و5

1- نلاحظ ان كلوريد الصوديوم مركب ايوني لان فارق السالبية بين الكلور والصوديوم اكبر من 1.7 وتظهر فيه خواص المركبات الايونية حيث نجد انه (يذوب في الماء – محلوله المائي و مصهوره يوصل التيار – درجة انصهاره مرتفعة) .
2- كلوريد الالمونيوم مركب تساهمي لان فارق السالبية بين الكلور والالمونيوم اقل من 1.7 وتظهر فيه خواص المركبات التساهمية حيث انه لا يذوب في الماء– مصهوره لا يوصل التيار .
3- طول الرابطة في المركب الايوني = مجموع نصفي قطر الايونين .

مثال :-

Na^+Cl^- , Na^+F^-



ثانيا الرابطة التساهمية :-

تتم بين ذرات العناصر اللافلزية بالمشاركة الالكترونية .

وهي نوعان :-

1- رابطة تساهمية نقية	2- رابطة تساهمية قطبية
1- تتم الرابطة التساهمية النقية بين ذرتين متشابهتين اي متساويتين في السالبية الكهربية وفارق السالبية بينهم = صفر . مثال :- جزيئات H_2 F_2 Cl_2 حيث كل من الذرتين له نفس القدرة علي جذب الالكترونات المشاركة في الرابطة فيقضي زوج الالكترونات وقتا متساويا في حيازة كل من الذرتين (تكون الكثافة الالكترونية متماثلة التوزيع) . وفي هذه الرابطة يكون زوج الكترونات الرابطة مصدره ذرتين متشابهتين $H^{صفر}: H^{صفر}$. امثلة :- 1 – رابطة تساهمية احادية (حيث تشارك كل ذرة بالكترون كما في جزيئات H-H . 2- رابطة تساهمية ثنائية (تشارك كل ذرة بزوج الكترونات كما في جزيئات O=O . 3- رابطة تساهمية ثلاثية (تشارك كل ذرة بثلاث الكترونات) مثال N≡N . 2- طول الرابطة = مجموع نصف قطر الذرتين = (نق×2) .	تتم بين ذرتين لعنصرين لافلزين فارق السالبية بينهم اقل من 1.7 . مثال :- +2 -2 كلوريد الهيدروجين HCl الماء H_2O -3 +3 +1 -1 النشادر NH_3 فلوريد الهيدروجين HF س1 علل :- كلوريد الهيدروجين مركب قطبي . ج:- لان فارق السالبية بين ذرة الكلور وذرة الهيدروجين اقل من 1.7 . فنجد ان ذرة الكلور الاعلي سالبية تجذب زوج الكترونات الرابطة نحوها فتكتسب ذرة الهيدروجين شحنة موجبة جزئية (&+) . $H^{+2} \rightarrow {}_{\times}^{\bullet}Cl^{-}$ س2 علل لما يأتي :- 1- الماء مركب قطبي ؟ 2- النشادر مركب قطبي ؟ ملحوظة :- زوج الكترونات الرابطة التساهمية القطبية مصدره ذرتين مختلفتين .



دراسة بعض النظريات التي وضعت لتفسير الرابطة التساهمية :-

اولا النظرية الالكترونية للتكافؤ (نظرية الثمانيات) :-

وضعها العالمان كوسيل ولويس سنة 1916 " **بخلاف االهيدروجين والليثيوم والبريليوم " تميل ذرات جميع العناصر للوصول الي التركيب الثماني لاقرب غاز خامل .**

عيوب نظرية الثمانيات :-

1- في جزئ PCl 5 (خامس كلوريد الفوسفور) وجد ان ذرة الفوسفور محاطة بعشرة الكترونات ، جزئ وفي BF3 (ثالث فلوريد البورن) وجد ان ذرة البورون محاطة بستة الكترونات .

2- لم تستطع نظرية الثمانيات تفسير خواص الجزيئات من حيث الشكل البنائي للجزئ والزوايا بين الروابط داخل الجزئ .(مثل الشكل الهرم رباعى الاوجه لجزئ الميثان)

ثانيا نظرية رابطة التكافؤ :-

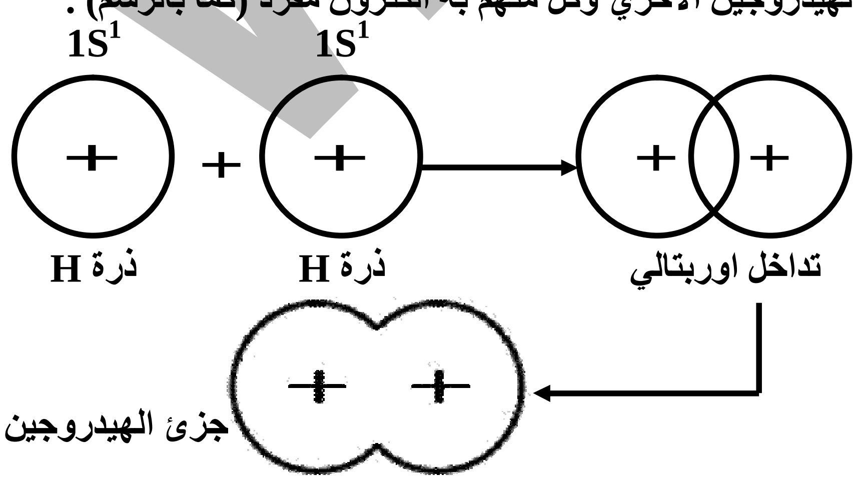
بنيت تلك النظرية على نتائج ميكانيكا الكم عندما تبين ان الالكترون جسيم مادي له خواص موجية .

وتنص على الأتى :-

تتكون الرابطة التساهمية عن طريق تداخل اوربتال ذرى لاحد الذرات به الكترون مفرد مع اوربتال ذرى لذرة اخري به الكترون مفرد .

ومن امثلة ذلك :-

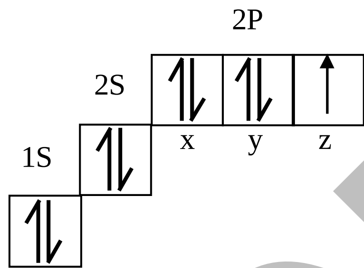
1- في جزئ الهيدروجين H_2 تتكون الرابطة التساهمية بتداخل اوربتال $1S^1$ لذرة الهيدروجين مع اوربتال $1S^1$ لذرة الهيدروجين الاخري وكل منهم به الكترون مفرد (كما بالرسم) .

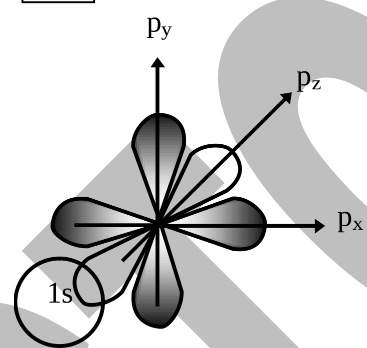




نظرية رابطة التكافؤ :-

2- في جزئ فلوريد الهيدروجين HF يتم التداخل بين اوربتال $1S^1$ لذرة الهيدروجين به الكترون مفرد مع اوربتال $2Pz^1$ لذرة الفلور وبه الكترون مفرد (كما بالرسم) .





أسئلة

س1 وضح بالرسم فقط :-

1- كيف فسرت نظرية رابطة التكافؤ الارتباط في كل من :-

- جزئ الهيدروجين .
- جزئ فلوريد الهيدروجين .

س2 لديك ثلاثة عناصر أ ،ب ، ج اعدادها الذرية 1 ، 17 ، 9 .على الترتيب

1- ما الفئة التي تنتمي اليها العناصر ب ، ج .

2- باستخدام هذه العناصر كيف يمكنك تكوين

(رابطة ايونية – رابطة تساهمية نقية – رابطة تساهمية قطبية)

شرح الروابط التساهمية في جزيئات الميثان CH_4 والايثيلين C_2H_4 والاستيلين C_2H_2 كما فسرتها نظرية التكافؤ . (شرح عملية التهجين)

خطوات التهجين (اثارة ذرة الكربون الى ذرة كربون مثارة)

ذرة الكربون المثارة هى ذرة كربون تحتوى على اربع الكترونات مفردة

- حدوث عمليه التهجين—عملية التداخل لتكوين الروابط بين ذرة الكربون المهجنة وذرات الهيدروجين النقية لتكوين المركب)



التهجين :-

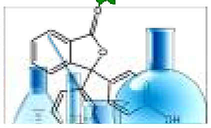
هو اتحاد او تداخل بين اوربتالات مختلفة في الطاقة في نفس الذرة ينتج عنه تكوين اوربتالات جديدة مهجنة متساوية في الطاقة .

شروط عملية التهجين :-

1- يحدث بين اوربتالات نفس الذرة .
2- يحدث التهجين بين الاوربتالات المتقاربة في الطاقة .
مثال :-
2S مع 2P او بين 4S مع 3d (لايحدث تهجين بين 2S و4F لانهما متباعدان في الطاقة) .
3- عدد الاوربتالات الناتجة من التهجين (المهجنة) = عدد الاوربتالات الداخلة في التهجين وتأخذ مجموع رموزها .
4- الاوربتالات المهجنة تكون اكثر بروزا لكي تزداد قدرتها علي التداخل وتكوين الروابط بدرجة اكبر من الاوربتال العادي ؟

س1 قارن بين تهجين ذرة الكربون في الميثان – الايثيلين – الاستيلبين .

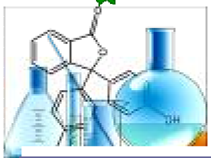
وجه المقارنه	الميثان CH_4	الايثيلين C_2H_4	الاستيلين C_2H_2
1- نوع التهجين	SP^3	SP^2	SP
2- عدد الاوربتالات الداخلة في التهجين	(4) ثلاث اوربتالات P مع اوربتال S	(3) اوربتالين P مع اوربتال S	(2) اوربتال P مع اوربتال S
3- عدد اوربتالات الناتجة من التهجين (المهجنة)	اربعة ورمز كل منها SP^3	ثلاثة اوربتالات ورمز كل منها SP^2	اوربتالين من نوع SP
4- شكل الجزئ	هرم رباعي الاوجه	مثلث مستوي	خطي
5- قيم الزوايا بين الروابط	$109^\circ\ 28'$ علل؟	120° علل؟	180° علل؟
	تتباعد الاوربتالات كل منها عن الاخر في الفراغ باقصي درجة ممكنة لتقليل قوي التنافر بينها (لان كل منها عبارة عن الكترون سالب) وعند هذه الدرجة تكون الاوربتالات اكثر استقراراً .		
6- كيفية التداخل وتكوين الروابط	يتداخل اوربتال $1S^1$ لذرة الهيدروجين مع SP^3 لتكوين الرابطة C-H	SP^2 مع $1S^1$ و $SP2$ مع SP_2 (روابط سيجما)	SP مع $1S^1$ و SP مع SP (روابط سيجما)



ثالثا نظرية الاوربتالات الجزئية :-

اعتبرت هذه النظرية ان الجزئ المتكون كله كأنه وحدة واحدة أو كأنه ذرة كبيرة متعددة الانوية حيث يتم التداخل بين جميع الاوربتالات الذرية للذرات المتحدة وتتكون اوربتالات جزئية من نوع سيجما وباي ودلتا .

الرابطة سيجما	الرابطة باي
1- تنشأ من تداخل الاوربتالات الذرية مع بعضها بالرأس عندما تكون هذه الاوربتالات علي خط واحد 2- رابطة قوية صعبة الكسر بسبب التداخل بالرأس . 3- تنشأ من تداخل (1S لذرة الهيدروجين مع SP^2 لذرة الكربون) في جزئ الايثيلين او اوربتالات مهجنة مع بعضها (SP^2 مع SP^2) او SP مع SP كما في جزئ الاستيلين .	1- تنشأ من تداخل الاوربتالات الذرية مع بعضها بالجنب عندما يكون الاوربتالان المتداخلان متوازيان . 2- رابطة ضعيفة سهلة الكسر بسبب التداخل بالجنب . 3- تتكون اوربتالات نقية مع بعضها . مثال :- تداخل 2Pz النقي بالجنب مع 2Pz لذرتي الكربون في جزئ الايثيلين .



(اسئلة واجب) رقم (1)

س1 السؤال الاول:
اكتب المصطلح العلمي :-

1- رابطة تنشأ بين عنصرين فارق السالبية بينهما صفر .
2- رابطة تنشأ من تداخل اوربتالين ذريين جنباً الي جنب .
3- رابطة تنشأ من تداخل اوربتالين ذريين بالرأس .
4- ذرة كربون تحتوي علي اربعة الكترونات مفردة .
5- نوع التهجين الناتج من تداخل محوري لاوربتال ذري (S) مع اوربتال ذري (P) لنفس الذرة .
6- كسر في روابط المتفاعلات وتكوين روابط في جزيئات النواتج .
7- رابطة بين ذرة فلز وذرة لافلز فارق السالبية بينهم اكبر من 1.7 .
8- رابطة بين ذرتين بينهما اختلاف بسيط في السالبية الكهربية (اقل من 1.7) .
9- التهجين الناتج من خلط اوربتال (S) مع ثلاثة اوربتالات (P) .
10- التهجين الناتج من خلط اوربتال (S) مع اوربتالين (P) .
11- الرابطة تساهمية ذات كثافة الكترونية متماثلة التوزيع .
12- رابطة تنشأ من مشاركة ستة الكترونات (ثلاثة ازواج) بين ذرتين .
13- عملية خلط اوربتالات ذرية مختلفة في الطاقة وتنتج عنها اوربتالات متساوية في الطاقة .
14- الجزئ هو ذرة كبيرة متعددة الانوية .
15- نظرية تفترض ان جميع العناصر تميل للوصول الي التركيب الثماني (عدا الهيدروجين والليثيوم والبريليوم) .
16- تتكون الرابطة التساهمية بتداخل اوربتال به الكترون مفرد مع اوربتال به الكترون مفرد لذرة اخري .
17- رابطة تنشأ من تداخل الاوربتالات SP – SP .

س2 السؤال الثانى :-
علل لما يأتى:

1- ايون الفلوريد السالب وايون الصوديوم الموجب لهما نفس العدد من الالكترونات($Na11- F_9$)
2- الزاوية بين الاوربتالين المهجنين SP في جزئ الاستيلين تساوي 180˚ .
3- الرابطة في جزئ Cl_2 تساهمية نقية ، بينما الرابطة في جزئ HCl قطبية .

س2 ما المقصود بنظرية الثمانيات ؟ مع ذكر عيوبها .

س4 قارن بين :-
1- تهجين ذرات الكربون من كل من الميثان – الايثيلين – الاستيلين .
2- الرابطة سيجما – الرابطة باي .



ثالثا الرابطة التناسقية :-

الرابطة التناسقية هي نوع خاص من الروابط التساهمية ولكن تختلف عنها في مصدر زوج الكترونات الرابطة .

حيث تتكون الرابطة التناسقية بين ذرتين احداهما بها اوربتال يحتوي علي زوج من الالكترونات (تسمي الذرةالمانحة) وذرة اخرى بها اوربتال فارغ (ذرة مستقبلة) وهي دائما البروتون H^+ .
في الرابطة التناسقية يكون زوج الكترونات الرابطة مصدره ذرة واحدة هى الذرة المانحة.

امثلة :-

ايون الهيدرونيوم (البروتون المماه) $H_2\ddot{O} + H^+ \rightarrow H_3O^+$

وايون الامونيوم $\ddot{N}H_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$ نشادر

وايون الفوسفونيوم $\ddot{P}H_3 + H^+ \rightarrow PH_4^+$ فوسفين

وايون الارزنيوم $\ddot{A}sH_3 + H^+ \rightarrow AsH_4^+$ ارزين

ملاحظات هامة :-

علل لما يأتي :-

1- غاز كلوريد الهيدروجين مركب قطبى ؟
ج : لان فارق السالبية بين ذرة الكلور وذرة الهيدروجين اقل من 1.7 وذرة الكلور الاعلي سالبية تجذب زوج الكترونات الرابطة فتكتسب شحنة سالبة جزئية وبالتالي تكتسب ذرة الهيدروجين شحنة موجبة جزئية .

2- النشادر مركب قطبى ؟
ج:- اجب بنفسك .

3- يذوب كلوريد الهيدروجين فى الماء ؟
ج:- لانه يتأين في الماء تأين تام ويعطي ايون H_3O^+ وايون Cl^- لذلك محلوله في الماء يوصل التيار بسبب وفرة الايونات .
وكذلك يذوب كلوريد الهيدروجين في المذيبات العضوية كالبنزين لانه ينتشر بين جزيئات دون ان يتاين لذلك محلوله في البنزين لايوصل التيار الكهربي .

4- لا توجد ايونات H^+ منفردة فى محاليل الاحماض القوية .
ج:- لانها ذرة مستقلة بها اوربتال فارغ تتحد مع جزئ الماء H_2O برابطة تناسقية مكونة ايون الهيدرونيوم H_3O^+ (البروتون المماه) .

$$HCl + H_2\ddot{O} \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$



تابع الملاحظات الهامة :-

علل لما يأتى :-

5- يذوب النشادر بشدة فى الماء ومحلوله يزرق ورقة عباد الشمس . (يعتبر غاز النشادر انهيدريد قاعدة)

ج:- بسبب وجود زوج حر من الالكترونات علي ذرة النتروجين $\ddot{N}H_3$ (تسمي الذرة المركزية) فعند وضع النشادر في الماء يجذب بروتون الماء (H^+) لانه ذرة مستقبلة بها اوربتال فارغ وتتكون رابطة تناسقية تؤدي الي تكوين ايون الامونيوم +NH4 ويتبقي ايون -OH ذو التأثير القلوي علي عباد الشمس .

$$\ddot{N}H_3 + {}^{+}HOH^{-} \longrightarrow NH_4OH^{-}$$ هيدروكسيد الامونيوم

ولنفس السبب السابق يذوب كل من الفوسفين $\ddot{P}H_3$ والارزين $\ddot{As}H_3$ في الماء .
ولكن نلاحظ ان النشادر اكثر قاعدية من الفوسفين والارزين ، وسبب ذلك
لان سالبية النتروجين > سالبية الفوسفور P > سالبية الزرنيخ As .

6- بعض المركبات العضوية القطبية مثل السكر والكحول والاحماض (وهى مركبات تحتوى على مجموعة OH القطبية (تسمى مجموعة الهيدروكسيل)) تذوب فى الماء .

ج:- وكلما زاد عدد مجموعات OH^- في المركب العضوي زادت درجة الذوبان في الماء كمثال

$CH_2–OH$	$CH_2–OH$		
$(CH–OH)_4$	$CH–OH$	$CH_2–OH$	$CH_2–OH$
$CH_2–OH$	$CH_2–OH$	$CH_2–OH$	CH_3

تزداد درجة الذوبان بزيادة عدد مجموعات OH^-

←

" هام " بعض المركبات وانواع الروابط فيها :-

7- مركب كلوريد الصوديوم Na^+Cl^- (يحتوي علي رابطة ايونية) .
8- كلوريد الالمونيوم $AlCl_3$ (رابطة تساهمية) .
9- غاز الكلور2 Cl و H_2 (تساهمية نقية) .
10- جزئ الماء H_2O(روابط قطبية و عددها 2) .
11- عينة من الماء (قطرة ماء) (قطبية داخل الجزئ – هيدروجينية بين الجزيئات.
12- ايون الهيدرونيوم H_3O^+ (قطبية وتناسقية) وكذلك ايون الامونيوم NH_4^+ .
13- كلوريد الامونيوم به 3انواع من الروابط $(\ddot{N}H_3 + {}^{+}H)^+ + Cl^- \rightarrow NH_4^+Cl^-$
قطبية وتناسقية وايونية وعددها خمسة روابط (3 روابط قطبية+رابطة تناسقية +رابطة ايونية)

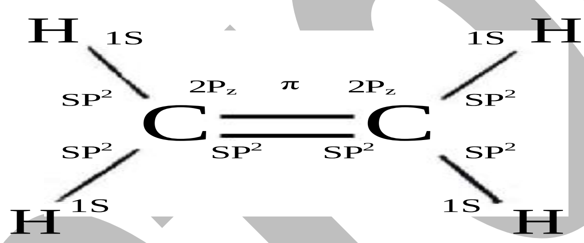
"هام " بعض المركبات وانواع الروابط فيها :-

وكذلك مركب هيدروكسيد الامونيوم $NH^{+}_{4}OH^{-}$ به 3 انواع من الروابط (قطبية وتناسقية وايونية (وعددها 6 روابط) .

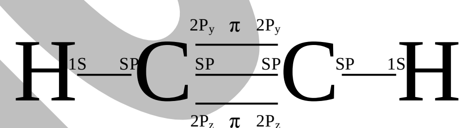
8- غاز الميثان CH_4 به اربع روابط سيجما صعبة الكسر لذلك نجد انه مركب خامل كيميائيا ؟
لانه مركب مشبع كل ذرة كربون محاطة باربع روابط سيجما صعبة الكسر .

9- غاز الايثيلين C_2H_4

<u>مركب غير مشبع يحتوى علي رابطة باى ضعيفة سهلة الكسر فيتفاعل بالاضافة علي خطوة .</u>



10- غاز الاستيلين C2H2



<u>يحتوى علي رابطتين باى لذا فهو يتفاعل بالاضافة علي خطوتين .</u>

س1 علل :-

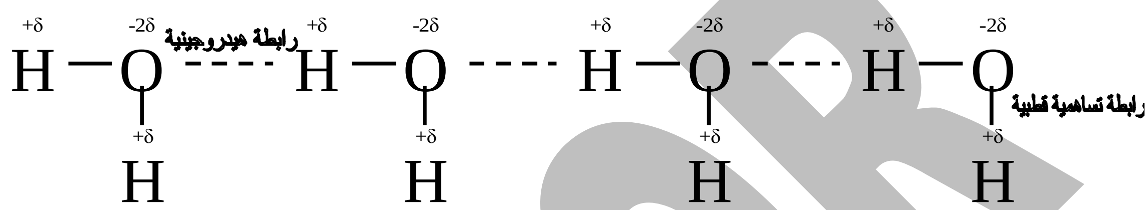
1- الايثيلين اكثر نشاطا من الميثان . 2 - توجد 3 انواع من الروابط في كلوريد الامونيوم
3- يذوب الجليسرول فى الماء بدرجة أعلى من الايثانول

رابعا الرابطة الهيدروجينية :-

تتكون الرابطة الهيدروجينية عندما تقع ذرة الهيدروجين بين ذرتين اعلي منها في السالبية الكهربية وتكون مرتبطة مع احداهما برابطة تساهمية قطبية فترتبط مع الذرة الاخري برابطة هيدروجينية وتعمل ذرة الهيدروجين مثل القنطرة التي تربط الجزيئات مع بعضها .

مثال 1 :-

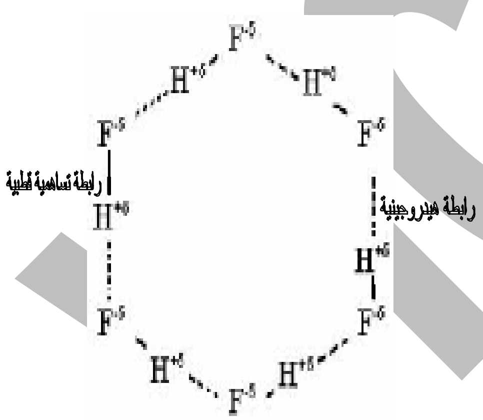
الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء (شكل خط مستقيم)



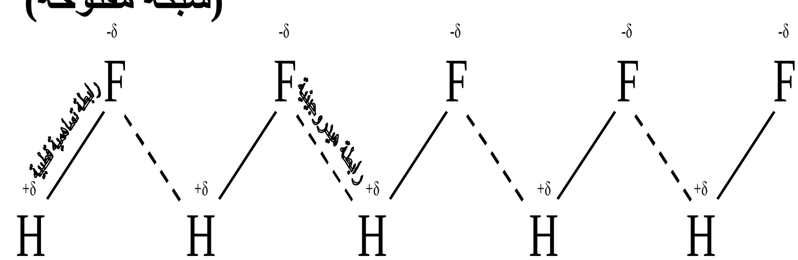
ثال 2 :-

الروابط الهيدروجينية بين جزيئات فلوريد الهيدروجين

(حلقة مغلقة)



(شبكة مفتوحة)



(هذه الرسوم مقررة ومطلوبة) .



ملاحظات هامة جدا على الرابطة الهيدروجينية :-

1-الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء هي السبب في وجود الماء في حاله سائلة بالرغم من صغر كتلته الجزيئية التي = 18 و.ك.ذ حيث ترتبط جزيئاته بروابط هيدروجينية .

2-الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء هي سبب ارتفاع درجة غليانه الي 100°م . علل؟
لان جزيئات الماء ترتبط مع بعضها بروابط هيدروجينية وتستهلك الطاقة الحرارية في تكسير هذه الروابط الهيدروجينية .

3-الرابطة الهيدروجينية اكثر طولا من الرابطة التساهمية ولكنها اضعف منها بكثير .

4-تعتمد قوة الرابطة الهيدروجينية علي السالبية الكهربية للذرتين التي تربطهما معا (علاقة طردية حيث انه كلما زادت السالبية تزداد قوة الرابطة الهيدروجينية) .

مثال(1)
الروابط الهيدروجينية بين جزيئات HF اقوي من الروابط الهيدروجينية بين جزيئات H_2O_2 اقوي من الروابط الهيدروجينية بين جزيئات النشادر NH_3 لان سالبية الفلور > سالبية O > سالبية N .

مثال (2)
الماء يغلي عند درجة 100°م بينما كبريتيد الهيدروجين H_2S يغلي عند درجة -61°م . علل؟
لان الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء اقوي من الروابط الهيدروجينية بين جزيئات كبريتيد الهيدروجين لان سالبية الاكسجين > سالبية الكبريت

5- بعض المركبات العضوية القطبية مثل الايثانول تذوب في الماء لانـها ترتبط مع جزيئات الماء القطبية بروابط هيدروجينية .

6-لا تذوب الزيوت العضوية مثل البنزين في الماء لان الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء تمنع جزيئات المركب العضوي من الانتشار بين جزيئات الماء .

رابعا الرابطة الفلزية :-

هي التي تربط ايونات الفلز الموجبة مع بعضها . وتتكون من السحابة الالكترونية التي تنتج من تجمع الكترونات التكافؤ الحرة في الفلز التي تقلل من قوي التنافر بين ايونات الفز الموجبة في الشبكة البللورية وتزداد قوة الرابطة الفلزية كلما زاد عدد الكترونات التكافؤ .

س1 علل :-
الالمونيوم $_{13}Al$ اكثر صلابة ودرجة انصهار اعلي من الصوديوم $_{11}Na$ ؟
ج:- بسبب قوة الرابطة الفلزية في الالمونيوم لاته ثلاثي التكافؤ ، بينما الصوديوم احادي التكافؤ فنجد ان السحابة الالكترونية التي تربط ايونات Al^{+3} اكثر كثافة من السحابة التي تربط ايونات Na^{+} .
ومن المعروف انه كلما زادت عدد الكترونات التكافؤ الحرة في ذرة الفلز كلما زادت قوة الرابطة الفلزية وارتفعت درجة غليان وانصهار الفلز .



واجب رقم (2) على الباب الثالث

س1 اكتب المصطلح العلمي :-

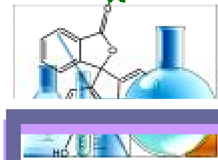
1- رابطة تنتج من سحابة الكترونات التكافؤ الحرة التي تقلل من قوي التنافر بين ايونات الفلز الموجبة .
2- رابطة كيميائية يكون فيها زوج الالكترونات المكونة للرابطة مصدرة ذرتين متشابهتين .
3- رابطة كيميائية يكون فيها زوج الالكترونات المكونة للرابطة مصدرة ذرة واحدة مانحة .
4- ايون يتكون من ارتباط جزئ الماء مع ايون H^+ (البروتون) .
5- ايون يتكون من ارتباط جزئ النشادر مع البروتون .
6- ايون يتكون من ارتباط جزئ الفوسفين مع البروتون .
7- ايون يتكون من ارتباط جزئ الارزين مع البروتون .
8- رابطة تتكون عند اتحاد الفوسفين مع البروتون .

س2 علل لما يأتي :-

1- درجة غليان الماء مرتفعة نسبيا .
2- الماء يغلي عند 100°م بينما كبريتيد الهيدروجين يغلي عند -61°م .
3- تكوين رابطة تناسقية في ايون الامونيوم .
4- الالمونيوم $_{13}Al$ اكثر صلابة ودرجة انصهاره اعلي من الصوديوم $_{11}Na$.
5- الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء اقوي من الروابط الهيدروجينية بين جزيئات كبريتيد الهيدروجين بينما الروابط الهيدروجينية بين جزيئات فلوريد الهيدروجين اقوي من روابط الماء .
6- لاتوجد ايونات الهيدروجين الموجبة H^+ منفردة في محاليل الاحماض القوية .
7- الاستيلين اكثر نشاطا نشاطا كيميائيا اكثر نشاطا كيميائا من الميثان .
8- الاستيلين اكثر نشاطا نشاطا من الميثان .
9- توجد ثلاث انواع من الروابط في $N\,H_4OH$
10- الميثان خامل نسبيا من الناحية الكيميائية .
11- محلول كلوريد الهيدروجين في الماء يوصل التيار ، بينما محلوله في البنزين لا يوصل التيار .
12- يذوب غاز النشادر بشدة في الماء ، ومحلوله يزرق عباد الشمس .

س3 ما المقصود بكل من :-

التفاعل الكيميائيه - الرابطة الايونية الرابطة التساهمية – الرابطة التناسقية – الرابطة الهيدروجينية – التهجين – نظرية الثمانيات مع ذكر عيوبها .



<u>س4 وضح بالرسم التخطيطي :-</u>

الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء – جزيئات فلوريد الهيدروجين .

<u>س5 قارن بين :-</u>

1- الرابطة التساهمية والرابطة التناسقية .
2- نظرية رابطة التكافؤ ونظرية الاوربتالات الجزئية .

<u>س5 اختر من العمودين (ب) و(جـ) ما يناسب العمود (أ) :-</u>

(أ)	(ب)	(جـ)
1- نظرية رابطة التكافؤ . 2- الرابطة سيجما . 3- الرابطة الايونية .	أ – تنشأ من تداخل اوربتالين ذرتين جنبا الي جنب . ب- بنيت علي نتائج ميكانيكا الكم . جـ - نميل ذرات جميع العناصر للوصول الي التركيب الثماني ماعدا الهيدروجين والليثيوم والبريليوم . د- تنشأ من تداخل الاوربتالات الذرية بالرأس . هـ- تتكون غالبا بين الفلزات واللافلزات .	I - اعتبرت الجزئ كوحدة واحدة . II تكون الاوربتالات المتداخلة علي خط واحد . 111 – تنشأ بين الكلور والصوديوم . 1V – تنتج من سحابة الكترونات التكافؤ الحرة V-تفسر كيفية تكون الرابطة التساهمية